

# Laboratorio de Termodinámica II

## Plan de Actividades

semana	actividad
1	Presentación del curso
2	Densidad de un líquido
3	Disoluciones I
4	Disoluciones II
5	Discusión
6	Equilibrio de fases I
7	Equilibrio de fases II
8	Discusión
9	Preparación de soluciones
10	Equilibrio químico
11	Discusión

En todas las sesiones se usará bata blanca de algodón y con manga larga.

Se deben completar al menos el 80% de las sesiones.

## Bitácora de Laboratorio

La bitácora del laboratorio deberá ser un cuaderno cosido, de pasta dura. Se escribirá solamente con tinta y se revisará al inicio de cada sesión.

Para cada práctica se deberán incluir los puntos siguientes:

- 1) Introducción
- 2) Objetivos
- 3) Protocolo
- 4) Material y reactivos
- 5) Propiedades físicas y toxicidad de los reactivos
- 6) Modificaciones realizadas
- 7) Preparación de reactivos y montaje de aparatos
- 8) Resultados (tablas, cálculos, gráficas, etc.)
- 9) Discusión

El informe de cada práctica se entregará el día hábil siguiente.

## Densidad de un líquido

### *Uso del picnómetro*

#### Objetivo

Determinar la densidad de un líquido

#### Introducción

- Investigue sobre la determinación de la densidad de un líquido mediante el uso de un picnómetro

Por ejemplo puede consultar el libro

DP Shoemaker, CW Garland, JW Nibler

*Experiments in Physical Chemistry*

Mc Graw-Hill

- Obtenga una tabla de la densidad del agua a diferentes temperaturas

#### Protocolo

Lave todo su material antes de usarlo y enjuague con agua destilada.

#### Calibración del picnómetro

- Pese el picnómetro seco y limpio
- Mida la temperatura del agua destilada
- Nunca manipule directamente el picnómetro, use guantes o papel
- Llene el picnómetro con agua destilada, hasta la marca, y mida su masa
- Determine el volumen del picnómetro
- Haga tres determinaciones

#### Determinaciones

- Mida la temperatura del etanol
- Llene el picnómetro con etanol, hasta la marca, y pese el picnómetro
- Determine la densidad del etanol
- Haga tres determinaciones

# Disoluciones I

## Volumen de mezclado

### Objetivo

Determinar el volumen de mezclado de una disolución

### Introducción

- Preparar un resumen de las siguientes partes de la sección 9.2 “Cantidades molares parciales”
- Volúmenes molares parciales
- Relación entre el volumen de la disolución y los volúmenes molares parciales
- Medición de los volúmenes molares parciales del libro  
IN Levine  
*Fisicoquímica*  
Mc Graw-Hill, 4a Ed.
- Obtenga una tabla de la densidad del agua a diferentes temperaturas

### Protocolo

- Calibre su picnómetro
- Determine la densidad del etanol puro
- Coloque agua destilada y etanol puro en una bureta cada uno y prepare las disoluciones que se muestran en la tabla, en matraces erlenmeyer. Tape cada recipiente con papel aluminio para evitar la evaporación.

muestra	$V_{\text{agua}}^* / \text{mL}$	$V_{\text{etanol}}^* / \text{mL}$
1	1.1	23.9
2	2.3	22.7
3	3.7	21.3
4	5.3	19.7
5	7.1	17.9
6	9.4	15.6
7	12.0	13.0
8	15.3	9.7
9	19.5	5.5

- Determine la densidad de cada disolución con el picnómetro. Reporte sus mediciones en una tabla.
- Haga una tabla que incluya: no. de muestra, masa de agua, masa de etanol,  $n_{\text{agua}}$ ,  $n_{\text{etanol}}$ ,  $n$ , fracciones molares, de cada muestra, incluyendo los líquidos puros.
- Haga otra tabla con: no. de muestra,  $x_{\text{etanol}}$ , masa de la disolución, densidad de la disolución, volumen de la disolución, volumen de mezclado, para cada muestra.
- Grafique :
  - densidad de la disolución vs  $x_{\text{etanol}}$
  - volumen de la disolución vs  $x_{\text{etanol}}$
  - $\Delta_{\text{mez}} V_m$  vs  $x_{\text{etanol}}$

## Disoluciones II

### *Volumen molar parcial*

#### Objetivo

Determinar los volúmenes molares parciales de una disolución

#### Introducción

- Preparar un resumen de las siguientes partes de la sección 9.4 “Determinación de cantidades molares parciales”
- Volúmenes molares parciales
- Resuelva el problema 9.23 e incluya la solución del libro  
IN Levine  
*Fisicoquímica*  
Mc Graw-Hill, 4a Ed.

#### Protocolo

- Calcule los volúmenes molares parciales, usando el método de las intercepciones, con los datos experimentales de la mezcla tetracloruro de carbono-hexano, a 303K:

$x_{\text{CCl}_4}$	$\rho / \text{g mL}^{-1}$
1.0000	1.57478
0.8725	1.46041
0.7485	1.35278
0.6511	1.27068
0.4978	1.14561
0.3751	1.04872
0.2520	0.95430
0.1303	0.86364
0.0000	0.76918

- Repita el método con los volúmenes de mezclado de las soluciones de agua con etanol y obtenga los volúmenes molares parciales

## Propiedades coligativas

### *Abatimiento de la temperatura de fusión*

#### Objetivos

Medir la disminución del punto de fusión de un disolvente por la adición de un soluto  
Determinar la masa molar del soluto a partir de la propiedad coligativa estudiada

#### Introducción

- Preparar un resumen esta propiedad coligativa
- Recopile las propiedades físicas necesarias para los cálculos de esta práctica

#### Protocolo

##### Punto de fusión del ciclohexano

- Coloque 15mL de ciclohexano en un tubo de ensayo. Determine la masa del ciclohexano.
- Sujete el tubo en un soporte e introduzca un termómetro con graduación de 0.1°C. Fije el termómetro para que quede dentro del líquido, pero que no toque el fondo del tubo.
- Sumerja el tubo junto con el termómetro en un baño de hielo.
- Cuando la temperatura llegue a 10°C tome lecturas cada 30 segundos durante 15 minutos. Utilice un agitador de alambre para mantener la temperatura homogénea. Marque en su tabla en momento en que se forma el sólido.
- Retire el baño de hielo para que el sistema se funda.
- Grafique  $T$  vs  $t$  y determine la temperatura de fusión del hexano.

##### Punto de fusión de las soluciones

- Pese 0.100g de naftaleno y disuélvalos en el líquido.
- Repita el experimento anterior.
- Añada 0.100g de naftaleno y repita las lecturas cuatro veces más.
- Determine la temperatura de fusión de las soluciones y estime la masa molar del soluto.

## Equilibrio de fases

### *Diagrama ternario*

### Objetivos

Construir un diagrama de fases para una sistema de tres componentes líquidos parcialmente miscibles, a  $T$  y  $P$  constantes

### Introducción

- Preparar un resumen sobre diagramas de fase de sistemas ternarios
- Recopile las propiedades físicas necesarias para los cálculos de esta práctica

### Protocolo

- Llene una bureta con etanol y otra con agua. Prepare las siguientes disoluciones y tapelas con papel aluminio.

muestra	$V_{\text{agua}}/mL$	$V_{\text{etanol}}/mL$
1	8.0	5.5
2	8.0	12.0
3	8.0	8.0
4	5.5	10.0
5	3.0	10.0
6	1.0	7.5
7	0.5	7.5

- Llene otra bureta con benceno y titule hasta que aparezca turbidez. Registre el volumen.
- Calcule las composiciones y registre el punto correspondiente en papel isométrico.
- Trace el diagrama de fases de miscibilidad del sistema ternario.

## Preparación de soluciones

### *Obtención de espectros*

#### Objetivos

Preparar las disoluciones de la práctica de Equilibrio químico  
Obtener los espectros de absorción de las especies que se usarán en la práctica

#### Introducción

- Realice los cálculos necesarios para preparar las disoluciones de la práctica de Equilibrio químico
- Prepare un resumen sobre la ley de Beer y sobre el uso de curvas patrón

#### Protocolo

- Prepare 300mL de disolución 0.0500M de HNO<sub>3</sub>
- Prepare 50mL de disolución 0.200M de Fe(NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub>, utilice la solución anterior como disolvente
- Prepare por dilución 50mL de disolución 0.00200M de Fe(NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub>, utilice la solución de HNO<sub>3</sub> como disolvente
- Prepare 25mL de disolución 0.100M de KSCN, utilice la solución de HNO<sub>3</sub> como disolvente
- Prepare por dilución 50mL de disolución 0.00200M de KSCN, utilice la solución de HNO<sub>3</sub> como disolvente
- Prepare una disolución de FeSCN<sup>2+</sup> (compuesto de color rojo), con 1.0mL de disolución 0.200M de Fe<sup>3+</sup>, 0.6mL de SCN<sup>-</sup> 0.002M y 3.4mL de HNO<sub>3</sub>.
- Obtenga un espectro de absorción UV-Visible de los compuestos que se estarán presentes en la práctica de Equilibrio químico. Determine la longitud de onda óptima.

## Equilibrio químico

### Determinación de la constante de equilibrio

#### Objetivos

Determinar la constante de equilibrio para la reacción de complejación  $\text{Fe}^{3+} + \text{SCN}^- \longrightarrow \text{FeSCN}^{2+}$

#### Introducción

- Preparar un resumen sobre la determinación de la constante de equilibrio de la reacción de esta práctica
- Analizar las aproximaciones y limitaciones del protocolo

#### Protocolo

##### Curva patrón

- Haga una curva patrón con las disoluciones de la tabla siguiente. Afore la disoluciones a 25mL con  $\text{HNO}_3$  0.0500M.

	[SCN <sup>-</sup> ]=0.00200M	[Fe <sup>3+</sup> ]=0.200M
muestra	V(SCN <sup>-</sup> ) / mL	V(Fe <sup>3+</sup> ) / mL
1	1	5
2	2	5
3	3	5
4	4	5
5	5	5

##### Reacción de complejación

- Prepare las mezclas de reacción que se indican en la tabla siguiente. Afore a 10mL con  $\text{HNO}_3$  0.0500M.

	[SCN <sup>-</sup> ]=0.00200M	[Fe <sup>3+</sup> ]=0.00200M
muestra	V(SCN <sup>-</sup> ) / mL	V(Fe <sup>3+</sup> ) / mL
6	1	5
7	2	5
8	3	5
9	4	5
10	2.5	2.5

- Mida la absorbancia de la disoluciones y determine la constante equilibrio.